

Exercices

3.1 La réactivité chimique des gaz

- 1 L'hélium est un gaz inerte. Même s'il n'est pas toxique pour l'être humain, il peut causer sa mort. Expliquez pourquoi.

En prenant la place du dioxygène dans l'organisme, l'hélium inhalé peut causer la suffocation et l'asphyxie.

- 2 Une bouteille contenant du diazote gazeux ne porte pas le symbole correspondant à une matière inflammable et combustible. Est-ce normal? Expliquez votre réponse.

Oui, c'est normal, puisque le diazote n'est pas un gaz inflammable.

- 3 Lorsqu'on brûle des substances provenant des organismes vivants, quels sont les effets sur l'environnement? Expliquez votre réponse.

Lorsqu'on brûle des substances provenant des organismes vivants, il y a production de dioxyde de carbone, qui est un gaz à effet de serre.

- 4 Pourquoi le dihydrogène est-il considéré comme un combustible propre?

Parce que la combustion du dihydrogène ne produit que de l'eau.

- 5 Pour chacune des propriétés énumérées ci-dessous, indiquez s'il s'agit d'une propriété physique ou d'une propriété chimique des gaz et expliquez pourquoi.

- a) L'ammoniac forme une fumée blanche en présence de chlorure d'hydrogène.

C'est une propriété chimique, puisque les deux substances réagissent ensemble pour former une fumée blanche (un précipité).

- b) Le point d'ébullition du diazote est de $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$.

C'est une propriété physique, puisque l'ébullition est un changement physique.

- c) Le dichlore rallume un tison incandescent.

C'est une propriété chimique, puisque le dégagement de lumière indique qu'il y a une transformation chimique.

- d) Une bouteille qui contient de l'hélium peut exploser sous l'effet de la chaleur.

C'est une propriété physique, puisque l'hélium est très peu réactif. Une explosion serait donc provoquée par une augmentation de la pression, qui représente un changement physique.

e) Le dichlore a une odeur suffocante.

C'est une propriété physique, puisqu'elle ne suppose pas de transformation de la matière.

f) Le contact du méthane avec une flamme peut provoquer une explosion.

C'est une propriété chimique, puisque le méthane est un combustible, donc l'explosion

indiquerait qu'il brûle.

6 Pour chacun des énoncés suivants, indiquez un gaz qui pourrait être approprié. Exemples de réponses.

a) On cherche un combustible qui pourrait alimenter un appareil portable. Butane, propane, méthane.

b) On cherche un gaz qui peut assurer une combustion.

Dioxygène, dichlore.

c) On cherche un gaz qui offre un milieu inerte.

Diazote, argon, hélium.

d) On cherche un combustible qui ne produit pas de gaz à effet de serre.

Dihydrogène.

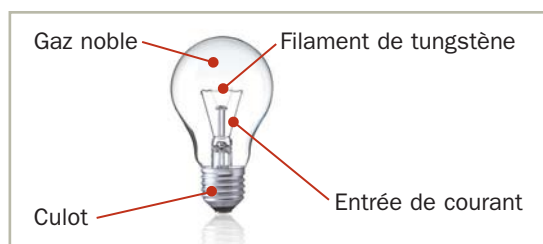
e) On cherche un gaz qui entre dans la fabrication de l'ADN,

mais que seules quelques bactéries peuvent fixer.

Diazote.

7 Cette image montre les principaux constituants d'une ampoule incandescente.

Pourquoi met-on un gaz noble plutôt que de l'air dans les ampoules incandescentes ? Expliquez votre réponse en vous appuyant sur les propriétés chimiques des gaz.



L'air contient du dioxygène, un excellent comburant, ce qui pourrait causer une combustion à l'intérieur de l'ampoule. Au contraire, les gaz nobles sont très peu réactifs. Ils offrent donc un milieu inerte.

8 Décrivez les propriétés chimiques qui ont conduit au choix du gaz utilisé dans chacune des applications suivantes.

a) Dans les sacs de croustilles, on injecte du diazote.

Le diazote est un gaz peu réactif, ce qui permet aux croustilles de se conserver plus longtemps.

b) Dans certaines serres, on augmente l'apport en dioxyde de carbone.

Le dioxyde de carbone est un réactif de la photosynthèse, ce qui favorise la croissance des plantes.

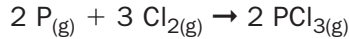
c) Le traitement à l'ozone est une nouvelle technique de blanchiment du papier.

L'ozone est un excellent comburant (oxydant), ce qui lui permet de blanchir le papier.

Exercices

3.2 Les calculs stœchiométriques

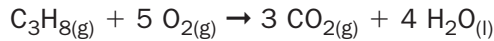
1 Soit la réaction suivante :



Laquelle des affirmations suivantes est vraie ? Entourez la bonne réponse.

- a) 20 ml de P réagissent avec 20 ml de Cl_2 pour former 20 ml de PCl_3 .
- b) 10 ml de P réagissent avec 20 ml de Cl_2 pour former 30 ml de PCl_3 .
- c) 20 ml de P réagissent avec 30 ml de Cl_2 pour former 20 ml de PCl_3 .
- d) 20 ml de P réagissent avec 30 ml de Cl_2 pour former 50 ml de PCl_3 .

2 Le gaz propane (C_3H_8), que l'on utilise dans les barbecues, brûle selon l'équation suivante :



Quel volume de dioxyde de carbone sera produit par la réaction de 3,2 L de dioxygène ? (Les volumes sont mesurés aux mêmes conditions de température et de pression.)



	5 mol	3 mol	
	3,2 L	? L	

$$\frac{3,2 \text{ L} \times 3 \text{ mol}}{5 \text{ mol}} = 1,92 \text{ L}$$

Réponse : Un volume de 1,9 L de dioxyde de carbone sera produit.

3 Pour chacun des énoncés ci-dessous, écrivez l'équation chimique correspondante.

- a) 50 ml d'un gaz A réagissent avec 75 ml d'un gaz B pour former 25 ml d'un gaz C.



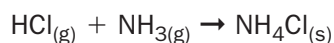
- b) 100 ml d'un gaz X se décomposent pour former 400 ml d'un gaz Y et 200 ml d'un gaz Z.



- c) 2,5 L d'un gaz A réagissent avec 1,25 L d'un gaz B pour produire 1,25 L d'un gaz C et 3,75 L d'un gaz D.



- 4 L'acide chlorhydrique réagit en présence d'ammoniac pour former du chlorure d'ammonium, selon l'équation chimique suivante :



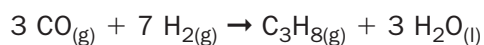
Quel volume d'acide chlorhydrique gazeux sera nécessaire pour obtenir 20,00 g de chlorure d'ammonium à TPN ?

$\text{HCl}_{(g)}$	+	$\text{NH}_{3(g)}$	→	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$
1 mol		1 mol		1 mol
36,46 g		17,04 g		53,50 g
22,4 L à TPN		22,4 L à TPN		
? L				20,00 g
22,4 L				53,50 g

$$\frac{22,4 \text{ L} \times 20,00 \text{ g}}{53,50 \text{ g}} = 8,37 \text{ L}$$

Réponse : Un volume de 8,37 L d'acide chlorhydrique sera nécessaire.

- 5 Soit la réaction suivante :



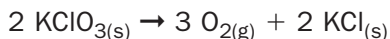
Quel volume de dihydrogène réagira avec 800,0 ml de monoxyde de carbone, à une pression de 300,0 kPa et à une température de 150,0 °C ?

$3 \text{CO}_{(g)}$	+	$7 \text{H}_{2(g)}$	→	$\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$	+	$3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
3 mol		7 mol				
800,0 ml		? ml				

$$\frac{800,0 \text{ ml} \times 7 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 1866,7 \text{ ml}$$

Réponse : Un volume de 1867 ml de dihydrogène réagira avec 800,0 ml de monoxyde de carbone.

- 6 Le chlorate de potassium se décompose selon l'équation chimique suivante :



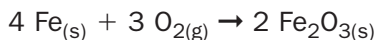
Quel volume de dioxygène sera produit lors de la décomposition de 50,00 g de chlorate de potassium, à TPN ?

$2 \text{KClO}_{3(s)} \rightarrow 3 \text{O}_{2(g)} + 2 \text{KCl}_{(s)}$		
2 mol 245,10 g	3 mol 96,00 g 67,2 L à TPN	
50,00 g 245,10 g	? L 67,2 L	

$$\frac{50,00 \text{ g} \times 67,2 \text{ L}}{245,10 \text{ g}} = 13,7 \text{ L}$$

Réponse : Il y aura production de 13,7 L de dioxygène.

- 7 Lors de l'oxydation d'un morceau de fer en présence de dioxygène, on remarque que sa masse diminue graduellement. Si le morceau de fer pesait initialement 100,00 g, quelle sera sa nouvelle masse lorsque 1,2 L de dioxygène aura réagi aux conditions ambiantes ?



$4 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$		
4 mol 223,40 g	3 mol 96,00 g 73,5 L à TPN	2 mol 319,4 g
? g 223,40 g	1,2 L 73,5 L	

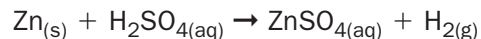
$$\frac{223,40 \text{ g} \times 1,2 \text{ L}}{73,5 \text{ L}} = 3,6 \text{ g}$$

Il y aura une diminution de masse de 3,6 g.

$$100,00 \text{ g} - 3,6 \text{ g} = 96,4 \text{ g}$$

Réponse : La nouvelle masse sera de 96,4 g.

- 8 La plupart des métaux réagissent en présence d'un acide. Cette réaction produit un sel ainsi qu'un dégagement de dihydrogène. Par exemple, la réaction du zinc avec de l'acide sulfurique produit du sulfate de zinc selon l'équation suivante :



Quel sera le volume de gaz obtenu si on fait réagir complètement un morceau de 7,50 g de zinc avec une quantité suffisante d'acide sulfurique, à 85,0 °C et 250 kPa ?

Calcul du nombre de moles de H₂



1 mol 65,38 g	1 mol 98,09 g	1 mol 161,45 g	1 mol 2,02 g
7,50 g			? mol
65,38 g			1 mol

$$\frac{7,50 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{65,38 \text{ g}} = 0,115 \text{ mol}$$

Calcul du volume de H₂

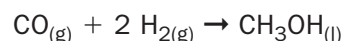
$$PV = nRT$$

$$\text{D'où } V = \frac{nRT}{P}$$

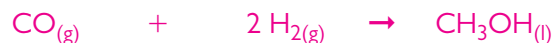
$$V = \frac{0,115 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 358,0 \text{ K}}{250 \text{ kPa}} = 1,37 \text{ L}$$

Réponse: Le volume de gaz obtenu est 1,37 L.

- 9 Pour synthétiser le méthanol, on fait réagir du monoxyde de carbone avec du dihydrogène, selon l'équation suivante :



Quel volume de dihydrogène gazeux sera nécessaire à une température de 0 °C et une pression de 101,3 kPa pour produire 45,00 g de méthanol ?



1 mol 28,01 g	2 mol 4,04 g	1 mol 32,05 g
22,4 L à TPN	44,8 L à TPN	
	? L	45,00 g
	44,8 L	32,05 g

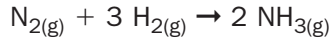
$$\frac{44,8 \text{ L} \times 45,00 \text{ g}}{32,05 \text{ g}} = 62,9 \text{ L}$$

Réponse: Un volume de 62,9 L de dihydrogène gazeux sera nécessaire.

Exercices

Synthèse du chapitre 3

- 1 La production d'ammoniac s'effectue selon l'équation suivante :



- a) Si la réaction s'effectue dans un milieu clos, à température et volume constants, qu'arrive-t-il à la pression au fur et à mesure de la réaction ? Expliquez votre réponse.

Au fur et à mesure de la réaction, la pression diminue puisqu'il y a moins de molécules du côté des produits que du côté des réactifs (quatre molécules de réactifs se transforment en deux molécules de produits). En effet, la pression dépend du nombre de particules de gaz.

- b) Si la pression initiale est de 240 kPa et que tous les réactifs se sont transformés en produits, quelle sera la pression finale du système ? Expliquez votre réponse.

Comme le nombre de particules de gaz diminue de moitié, la pression diminue de moitié. Donc, la pression finale sera de 120 kPa.

- 2 Pour assurer sa propulsion, une fusée doit transporter deux réservoirs, l'un contenant du dioxygène et l'autre, du dihydrogène.

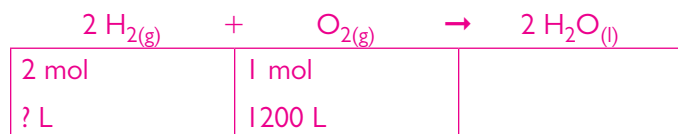
- a) Lequel de ces gaz est le comburant ? Lequel est le combustible ? Expliquez votre réponse.

Le dioxygène est un comburant, c'est-à-dire qu'il assure la combustion, tandis que le dihydrogène est un combustible, c'est-à-dire qu'il a la capacité de brûler afin de fournir l'énergie nécessaire à la fusée pour décoller et se déplacer.

- b) Écrivez l'équation chimique balancée qui décrit la réaction entre le dihydrogène et le dioxygène.



- c) Si 1200 L de dioxygène sont transformés, quel volume de dihydrogène a réagi, dans les mêmes conditions de température et de pression ?



$$\frac{2 \text{ mol} \times 1200 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 2400 \text{ L}$$

Réponse: Un volume de 2400 L de dihydrogène a réagi.

- 3** Le sulfure de dihydrogène (H_2S) est un gaz incolore, qui possède une odeur caractéristique d'œufs pourris. Il est naturellement présent dans le pétrole et le gaz naturel. Il est aussi possible de le trouver dissous dans l'eau en petite quantité. Il cause la corrosion de plusieurs métaux. Par exemple, des objets en argent noircissent en sa présence à cause de la production d'un solide noir, le sulfure d'argent. C'est un gaz inflammable, qui, en brûlant, produit un gaz responsable des pluies acides.

Nommez les propriétés physiques et chimiques du sulfure de dihydrogène indiquées dans le texte ci-dessus.

Propriétés physiques	Propriétés chimiques
Gaz incolore.	Cause la corrosion de plusieurs métaux.
Odeur caractéristique d'œufs pourris.	Réagit avec l'argent en le noircissant.
Peu soluble dans l'eau.	Gaz inflammable.

- 4** À l'aide de la théorie cinétique des gaz, expliquez pourquoi il y a danger d'explosion lorsqu'un gaz, confiné dans un contenant, est exposé à la chaleur.

Lorsque la température augmente, l'énergie cinétique des particules augmente, ce qui occasionne une augmentation du nombre de collisions, donc une augmentation de la pression dans le contenant.

À un certain moment, la pression interne devient trop élevée, ce qui cause l'explosion du contenant.

5 L'aluminium est un métal qui a la propriété de résister à la corrosion. En contact avec le dioxygène de l'air, il s'oxyde pour former une mince couche de trioxyde de dialuminium solide ($\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$). C'est ce solide imperméable qui protège le reste du métal de la corrosion.

a) Écrivez l'équation qui décrit la synthèse du trioxyde de dialuminium à partir de ses éléments.



b) Quel volume de dioxygène est nécessaire, aux conditions ambiantes, pour produire 50,00 g de trioxyde de dialuminium ?

$4 \text{Al}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$			
4 mol	3 mol	2 mol	
107,92 g	96,00 g	203,92 g	
	73,5 L à TAPN		
	? L	50,00 g	
	73,5 L	203,92 g	

$$\frac{73,5 \text{ L} \times 50,00 \text{ g}}{203,92 \text{ g}} = 18,0 \text{ L}$$

Réponse : Il faut 18,0 L de dioxygène pour produire 50,00 g de Al_2O_3 .

6 Les coussins gonflables sont des dispositifs de sécurité dont l'utilisation est de plus en plus répandue dans les automobiles. C'est le diazote gazeux ($\text{N}_{2(g)}$) produit par la décomposition rapide du triniture de sodium solide ($\text{NaN}_{3(s)}$) qui permet de gonfler en une fraction de seconde le sac du coussin.

a) Écrivez l'équation de décomposition du triniture de sodium en ses éléments.



b) Quelle est la masse de triniture de sodium qui doit réagir pour que le gaz produit puisse remplir un coussin de 15,0 L, à 102,0 kPa et 20,0 °C ?

Calcul du nombre de moles de gaz

$$PV = nRT \quad \text{d'où} \quad n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{102,0 \text{ kPa} \times 15,0 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K} \times 293,0 \text{ K}} = 0,628 \text{ mol}$$

Calcul de la masse de triniture de sodium

$2 \text{NaN}_{3(s)} \rightarrow 2 \text{Na}_{(s)} + 3 \text{N}_{2(g)}$			
2 mol	2 mol	3 mol	
130,04 g	45,98 g	84,06 g	
? g		0,628 mol	
130,04 g		3 mol	

$$\frac{130,04 \text{ g} \times 0,628 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 27,2 \text{ g}$$

Réponse : Il faut 27,2 g de triniture de sodium pour remplir un coussin de 15,0 L.

Défis du chapitre 3

1 À cause des propriétés chimiques particulières de l'azote, le dioxygène et le diazote peuvent se combiner dans différentes proportions. Il en résulte des composés de formules chimiques différentes, dont le NO, le N₂O ou le NO₂. Pour chacun des énoncés ci-dessous, indiquez l'équation chimique et la formule chimique de la molécule obtenue, parmi celles mentionnées. On suppose qu'il y a réaction complète de chacun des réactifs.

a) 20 ml de diazote réagissent avec 20 ml de dioxygène.



b) 40 ml de diazote réagissent avec 20 ml de dioxygène.



c) 40 ml de diazote réagissent avec 80 ml de dioxygène.



2 La nitroglycérine est une molécule très instable qui se décompose selon l'équation suivante :



La formation soudaine de tous ces gaz, accompagnée d'une grande quantité de chaleur, cause une explosion foudroyante. Si la décomposition d'une certaine quantité de nitroglycérine provoque une augmentation de pression de 50 000 kPa, quelle sera la pression partielle de chacun des gaz produits ?

$$P_{p\text{N}_2} = P_T \frac{n_{\text{N}_2}}{n_T} = \frac{50\,000 \text{ kPa} \times 6 \text{ mol}}{29 \text{ mol}}$$

$$= 10\,345 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{H}_2\text{O}} = P_T \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} = \frac{50\,000 \text{ kPa} \times 10 \text{ mol}}{29 \text{ mol}}$$

$$= 17\,241 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{CO}_2} = P_T \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} = \frac{50\,000 \text{ kPa} \times 12 \text{ mol}}{29 \text{ mol}}$$

$$= 20\,690 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{O}_2} = P_T \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} = \frac{50\,000 \text{ kPa} \times 1 \text{ mol}}{29 \text{ mol}}$$

$$= 1\,724 \text{ kPa}$$

3 Au laboratoire, Michelle fait réagir 34,08 g d'ammoniac (NH₃) gazeux en présence de 56,0 L de dioxygène, à 0 °C et à 101,3 kPa. Elle note que les réactifs se sont complètement transformés en produits. Dans quelle proportion molaire l'ammoniac réagit-il avec le dioxygène ?

$$M = \frac{m}{n}$$

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{34,08 \text{ g}}{17,04 \text{ g/mol}} = 2,0 \text{ mol}$$

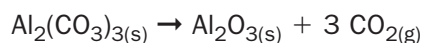
$$? \text{ mol} \rightarrow 56,0 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol} \rightarrow 22,4 \text{ L à TPN}$$

$$\frac{1 \text{ mol} \times 56,0 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 2,5 \text{ mol}$$

Réponse : L'ammoniac réagit en présence de dioxygène selon un rapport de 2:2,5 ou de 4:5.

- 4 Le tricarbonat de dialuminium ($\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$) se décompose selon l'équation chimique suivante :



Une quantité de 20,00 g de cette substance se décompose dans un contenant scellé de 4,500 L, à une température de 120,0 °C et une pression de 105,0 kPa. Quelle sera la pression finale dans le contenant lorsque tout le solide se sera décomposé ?

Calcul du nombre de moles de CO_2



1 mol 233,99 g	1 mol 101,96 g	3 mol 132,03 g
20,00 g 233,99 g		? mol 3 mol

$$\frac{20,00 \text{ g} \times 3 \text{ mol}}{233,99 \text{ g}} = 0,2564 \text{ mol}$$

Il y aura 0,2564 mol de CO_2 dans le contenant.

Calcul de la pression partielle du CO_2

1. $P = ?$

2. $V = 4,500 \text{ L}$

$$n = 0,2564 \text{ mol}$$

$$R = 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$T = 120,0 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 393,0 \text{ K}$$

3. $PV = nRT$, d'où $P = \frac{nRT}{V}$

4.
$$P = \frac{0,2564 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 393,0 \text{ K}}{4,500 \text{ L}}$$

$$= 186,2 \text{ kPa}$$

5. La pression partielle du CO_2 sera de 186,2 kPa.

Calcul de la pression totale

1. $P_T = ?$

2. $P_{p\text{Air}} = 105,0 \text{ kPa}$

$$P_{p\text{CO}_2} = 186,2 \text{ kPa}$$

3. $P_T = P_{p\text{Air}} + P_{p\text{CO}_2}$

4.
$$P_T = 105,0 \text{ kPa} + 186,2 \text{ kPa}$$

$$= 291,2 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression finale sera de 291,2 kPa.

- 5 L'utilisation de l'automobile contribue au réchauffement climatique parce qu'elle dégage un gaz à effet de serre, le dioxyde de carbone, produit lors de la combustion de l'essence. Sachant que l'essence est principalement constituée d'octane (C_8H_{18}) et que la masse volumique de cette substance est de 0,69 g/ml, calculez le volume de dioxyde de carbone produit dans une année aux conditions ambiantes par une automobile qui consomme en moyenne 8,5 L/100 km et qui parcourt 10 000 km annuellement.



Calcul du volume d'essence

$$\frac{8,5 \text{ L}}{100 \text{ km}} = \frac{? \text{ L}}{10\,000 \text{ km}}$$

$$\frac{8,5 \text{ L} \times 10\,000 \text{ km}}{100 \text{ km}} = 850 \text{ L}$$

L'automobile consomme environ 850 L d'essence par année.

Calcul de la masse d'essence

1. $m = ?$

2. $V = 850\,000 \text{ ml}$

$$\rho = 0,69 \text{ g/ml}$$

3. $\rho = \frac{m}{V}$, d'où $m = \rho V$

4. $m = 0,69 \text{ g/ml} \times 850\,000 \text{ ml}$
 $= 586\,500 \text{ g}$

5. L'automobile consomme environ 586 500 g d'essence par année.

Calcul du volume de dioxyde de carbone



2 mol 228,52 g	25 mol 800,00 g 612,5 L à TAPN	16 mol 704,16 g 392 L à TAPN	18 mol 324,36 g 441 L à TAPN
586 500 g 228,52 g		? L 392 L	

$$\frac{586\,500 \text{ g} \times 392 \text{ L}}{228,52 \text{ g}} = 1,0 \times 10^6 \text{ L}$$

Réponse: L'automobile produit $1,0 \times 10^6$ L de dioxyde de carbone par année.